Aula 3

EQUILÍBRIO QUÍMICO

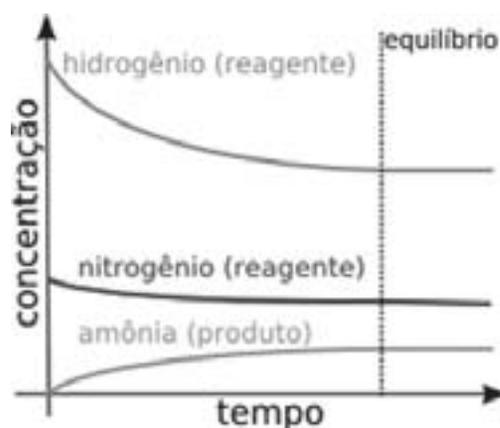
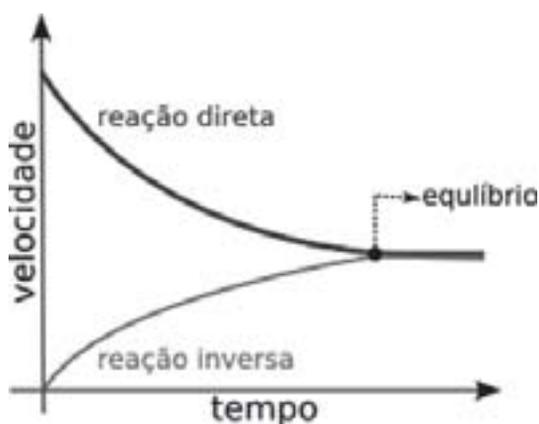
METAS

Apresentar o conceito de equilíbrio químico;
apresentar a constante de equilibrio;
apresentar o princípio de lê Châtelier;
apresentar atividade e coeficiente de atividade.

OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:
conceituar Equilíbrio Químico;
definir a Velocidade de uma reação química;
descrever a constante de equilíbrio;
definir o equilíbrio do ponto de vista Cinético e Termodinâmico;
descrever o Princípio de Lê Châtelier e identificar os fatores que afetam o equilíbrio químico;
descrever atividade e coeficiente de atividade.

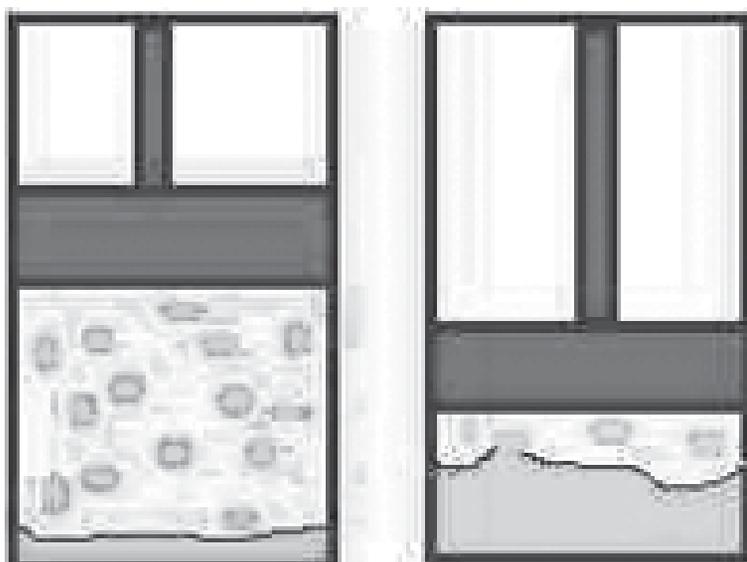
PRÉ-REQUISITOS

Saber a definição de concentração e unidades de concentração;
saber os fundamentos de cinética quimica;
saber os fundamentos de termoquímica.

Gráficos representando o equilíbrio químico em reações. No gráfico à esquerda, vê-se o equilíbrio da velocidade das reações direta e inversa em função do tempo; no gráfico à direita, vê-se o equilíbrio na concentração das substâncias envolvidas em função do tempo (Fonte: http://pt.wikipedia.org).

INTRODUÇÃO

Na aula anterior foi relatado um pouco acerca dos erros inerentes a qualquer medida científica. Foi apresentada os algarismos significativos e operações que os envolvem, os conceitos de precisão e exatidão, os tipos de erros experimentais, os testes de rejeição e as formas de expressar a precisão de uma medida.

Nesta aula será definido o conceito de equilíbrio químico, descrito a constante de equilíbrio e postulada a lei de ações das massas. Ainda serão definidos equilíbrio químico do ponto de vista cinético e termodinâmico e descritos o principio de Lê Châtelier e os fatores que afetam o equilíbrio químico. Por fim, serão definidos eletrólitos, atividade e coeficiente de atividade.

Ao final desta aula, você deverá saber conceituar equilíbrio químico e descrever a constante de equilíbrio. Você será capaz de definir o equilíbrio do ponto de vista cinético e termodinâmico. Descrever o sentido de uma reação química quando o equilíbrio é perturbado por mudanças na temperatura, concentração dos participantes, pressão e presença de catalisadores. Definir eletrólitos e classificá-los como eletrólitos fortes e fracos. Calcular a atividade, força iônica e coeficiente de atividades dos íons em solução.

O princípio de Lê Châtelier se aplica aos equilíbrios dinâmicos em sistemas fechados. Pode ser enunciado assim: "*quando um sistema em equilíbrio é submetido a uma força, ele tenderá a se reajustar, reagindo de maneira a minimizar o efeito desta força*". No caso das reações químicas, o princípio indica que se uma reação em equilíbrio sofrer uma alteração de condições, as proporções dos reagentes e dos produtos se ajustarão de maneira a minimizar o efeito da alteração (Fonte: http://www.unb.br).

ESTADO DE EQUILÍBRIO

Uma reação química é constituída de duas partes que são separadas por uma seta (→) a qual indica o sentido da reação. Na parte esquerda da seta estão os reagentes e na direita os produtos.

Reagentes → Produtos

Seja A e B reagentes e C e D produtos, temos então:

$$A + B \rightarrow C + D$$

Quando a reação se processa dos reagentes para os produtos (sentido direto) tem a mesma taxa de desenvolvimento que a reação que se processa dos produtos para os reagentes (sentido inverso) está se encontra em equilíbrio. Ou seja, o equilíbrio químico é um estado em que a velocidade desaparecimento dos reagentes é exatamente igual à de formação dos produtos.

Este tipo de reação química é chamado de Reação Reversível, uma vez que os produtos são capazes de reagir ente si formando reagentes e vice versa. A posição de equilíbrio depende da natureza do sistema, das concentrações dos seus componentes, da temperatura, da pressão, etc.

Para indicar o Estado de Equilíbrio se usa a dupla seta (⇌) ou uma seta com duplo sentido (→).

$$A + B \rightleftharpoons C + D \text{ ou } A + B \leftarrow C + D$$

O equilíbrio químico pode ser descrito do ponto de vista cinético ou termodinâmico. Do ponto de vista Cinético, o equilíbrio é um estado dinâmico, em que cada espécie participante da reação se forma exatamente da mesma forma em que é consumida. Já do ponto de vista termodinâmico, o equilíbrio é um estado de máxima estabilidade para qual um sistema químico fechado tende a partir quaisquer outros estados, através de transformações espontâneas na composição do sistema.

LEI DE AÇÃO DAS MASSAS

A Lei de Ação das Massas foi proposta em 1867 pelos cientistas noruegueses Guldberg e Waage. Segundo estes cientistas, a velocidade de uma reação química é proporcional as concentrações molares dos reagentes.

Então para uma reação geral:

$$aA + bB \rightarrow Produtos$$

A velocidade da reação pode ser expressa como:

$$V = K\,[A]^a\,[B]^b$$

onde v é a velocidade de reação, K é a constante de velocidade, [A] e [B] as concentrações molares de A e B, e a e b os coeficientes estequiométricos das espécies A e B, respectivamente.

Sendo assim, a Lei de Ação das massas estabelece que a velocidade de uma reação química seja proporcional ao produto das concentrações dos reagentes elevada à potência igual ao número de partículas que participam na reação.

A velocidade de uma reação química é afetada por fatores tais como temperatura, presença de catalisadores, etc. A elevação da temperatura acarreta no aumento da velocidade de reação. Para que uma reação ocorra são necessárias colisões eficazes, ou seja, colisões com orientação correta e energia suficiente. Com o aumento da temperatura há um aumento no número das colisões eficazes. As velocidades de muitas reações são afetadas pela presença de certas substancias capazes de acelerar ou retardar as reações chamadas de catalisadores. O catalisador participa da reação formando substancias intermediárias que reagem prontamente e o reconstituem.

EQUILÍBRIO QUÍMICO DO PONTO DE VISTA CINÉTICO

Seja a reação geral:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

De acordo com a Lei de Ação das Massas a velocidade da reação direta e inversa é dada pelas equações:

$$v_1 = K_1\,[A]^a\,[B]^b$$
$$v_2 = K_2\,[C]^c\,[D]^d$$

onde v_1 e v_2 são as velocidades de reação direta e inversa, K_1 e K_2 as constantes de velocidade direta e inversa, respectivamente.

Quando as duas velocidades são iguais ($v_1 = v_2$), o sistema entra em equilíbrio e partir desse instante as concentrações de A, B, C e D são mantidas constante, logo:

$$k_1\,[A]^a\,[B]^b = k_2\,[C]^c\,[D]^d$$

reagrupando os termos da equação, temos:

$$\frac{k_1}{k_2} = K_{eq} = \frac{[C]^c\,[D]^d}{[A]^a\,[B]^b}$$

em K_{eq} é a constante de equilíbrio (em termos de concentração) da reação. As Constantes de Equilíbrios são, portanto, equações algébricas que descrevem a relação entre as concentrações de reagentes e produtos quando o sistema atinge o estado de Equilíbrio Químico. Tais relações permitem o cálculo da quantidade do analito.

A expressão acima é uma representação correta da constante de equilíbrio, mas o método para sua obtenção não tem validade geral. Isto porque as velocidades de reação na realidade dependem do mecanismo da reação, determinado pelo número de espécies colidindo, enquanto que a expressão de K_{eq} depende só da Estequiometria da reação química.

Como a expressão da constante de equilíbrio é escrita a partir da equação estequiométrica, vale salientar que as concentrações dos sólidos e líquidos puros usados como solventes não figuram na expressão, ou seja, são omitidos porque são iguais à unidade. A concentração do soluto deve ser expressa em mol/L e as concentrações dos gases devem ser expressas em atmosfera.

Os valores das constantes de equilíbrio variam desde números muito grandes até extremamente pequenos, dependendo da reação em questão, e podem mostrar a tendência que uma reação tomará até que o estado de equilíbrio seja alcançado. Podemos observar então duas situações:

a) Quando $K_{eq} >> 1$, indica que a reação ocorre em maior extensão no sentido de formação dos produtos, ou seja, a reação direta predomina sobre a reação inversa. No equilíbrio, os produtos são mais abundantes que os reagentes.

b) Se $K_{eq} << 1$, indica que a reação ocorre em maior extensão no sentido de formação dos reagentes, ou seja, a reação inversa predomina sobre a reação direta. No equilíbrio, os reagentes são mais abundantes que os produtos.

A Figura 1 mostra os valores da Constante de Equilíbrio quando $K_{eq} >> 1$ e $K_{eq} << 1$.

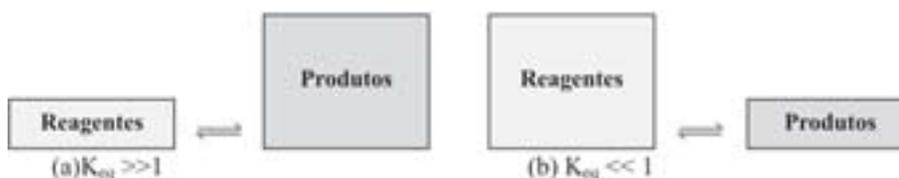
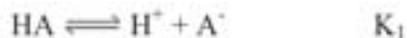



Figura 1. Valores da Constante de Equilíbrio quando (a) $K_{eq} >> 1$ e quando (b) $K_{eq} << 1$.

ATIVIDADES

Ex1**:** Sejam as reações:

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^- \qquad K_1$$
$$H^+ + C \rightleftharpoons CH^+ \qquad K_2$$

Demonstrar que $K_3 = K_1 \cdot K_2$ para a reação hipotética final:

$$HA + C \rightleftharpoons A^- + CH^+ \qquad K_3$$

COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

Fazendo o somatório das equações 1 e 2, temos a equação 3.

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^- \qquad K_1$$
$$H^+ + C \rightleftharpoons CH^+ \qquad K_2$$
$$HA + C \rightleftharpoons A^- + CH^+ \qquad K_3$$

Sabemos que:

$K_1 = [H^+]\,[A^-] / [HA]$

$K_2 = [CH^+] / [H^+]\,[C]$

$K_3 = [A^-]\,[CH^+] / [C]\,[HA]$

Considerando $K_3 = K_1 \cdot K_2$:

$$K_3 = K_1\ K_2 = \frac{[H^+]\,[A^-]}{[HA]} \cdot \frac{[CH^+]}{[H^+][C]}$$

$$K_3 = K_1\ K_2 = \frac{[A^-]\,[CH^+]}{[HA]\,[C]}$$

TIPOS DE EQUILÍBRIOS

Os equilíbrios podem representar dissociação (ácido/base, solubilidade), formação de produtos (complexos), reações (redox) e distribuição entre duas fases (água e um solvente não-aquoso - extração por solvente). A Tabela 1 está apresentada os principais tipos de Equilíbrio e Constantes de Equilíbrios usadas em Química Analítica.

Tabela 1. Principais Tipos de Equilíbrio e Constantes de Equilíbrios usadas em Química Analítica.

Tipo de Equilíbrio	Reação	Símbolo e Nome da Constante de Equilíbrio
Ácido-Base	$HA + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + A^-$	K_a, Constante de Acidez
Solubilidade	$MX \leftrightarrow M^{n+} + X^{n-}$	K_{ps}, Produto de solubilidade
Complexação	M^{n+} aL $\leftrightarrow ML_a^{(m-ab)+}$	K_f, Constante de Formação
Redox	$A_{Red} + B_{Ox} \leftrightarrow A_{Ox} + B_{Red}$	K_{eq}, Constante de Equilíbrio
Distribuição de Fases	$A_{H2O} \leftrightarrow A_{ORGÂNICO}$	K_D, Coeficiente Distribuição

EQUILÍBRIO QUÍMICO DO PONTO DE VISTA TERMODINÂMICO

A constante de equilíbrio é diretamente relacionada à termodinâmica da reação química. Onde envolve a entalpia, entropia que contribuem para que reação seja favorecida ou desfavorecida.

ENTALPIA

A Entalpia (H) refere-se ao calor envolvido na reação. A variação da entalpia (ΔH) consiste na entalpia dos produtos menos a dos reagentes. Quando calor é desprendido a ΔH é negativa e a reação é chamada de exotérmica. Quando a reação é endotérmica há absorção de calor e a ΔH é positiva. Quando os reagentes e produtos estão nos seus estados-padrão a variação de entalpia é dada como Variação de Entalpia padrão (ΔHº).

Seja a reação abaixo:

$$HCl(g) \rightleftharpoons H^+(aq) + Cl^-(aq) \qquad \Delta H^o = -75{,}15 KJ/mol \text{ a } 25^oC$$

A reação acima é então exotérmica já que o valor de ΔH é negativo e dessa forma o calor é transferido do sistema para o universo e todos os envolvidos estão nos seus estados-padrão.

ENTROPIA

A Entropia (S) refere-se à medida da “desordem” ou aleatoriedade da reação. A variação da entropia (ΔS) corresponde à entropia dos produtos menos a dos reagentes. Quando o valor de ΔS é negativo os produtos estão mais desordenados que os reagentes. Assim, quando o valor de ΔS é

positivo os reagentes estão mais desordenados que os produtos. Quando os reagentes e produtos estão nos seus estados-padrão a variação de entropia é dada como Variação de Entropia padrão (ΔS^o).

Considerando os três estados físicos da matéria temos que a entropia dos sólidos é menor do que a dos líquidos e consequentemente a dos gases. Nesse contexto, temos um aumento na desordem das partículas constituintes. Sendo assim,

$$S_{sólido} < S_{líquido} < S_{gás}$$

Um sistema sempre tenderá para valores menores de energia e aumento da desordem, ou seja, menor entalpia e maior entropia. Se tomarmos como exemplo uma pedra em cima de uma colina, esta tenderá a rolar espontaneamente colina abaixo (estado de energia menor). Se agitarmos uma caixa de bolas de gude que foram ordenadas pela cor, estas tenderão a se ordenar aleatoriamente (estado de maior desordem).

ENERGIA LIVRE

A Energia Livre (G) é uma medida da energia do sistema e consiste no efeito combinado da entropia e entalpia. Um sistema tende espontaneamente na direção de estados de energia menores. A variação da energia Livre (ΔG) decide se a reação é espontânea (ΔG negativo), não espontânea (ΔG positivo) ou estar em equilíbrio ($\Delta G= 0$) e é dada por:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Quando a entalpia e entropia estão nos seus estados-padrão a variação de energia livre é dada como Variação de Energia padrão (ΔG^o). A equação acima será:

$$\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o$$

Observando a equação acima notamos que quando o valor de ΔH é negativo e o de ΔS é positivo a reação será favorecida (espontânea) já que o valor de ΔG será negativo. Já quando o valor de ΔH é positivo e o de ΔS é negativo o valor de ΔG será positivo e a reação é então desfavorecida (não espontânea). Quando consideramos agora os valores de ΔH e ΔS positivos ou negativos a decisão da tendência da reação dependerá dos seus valores.

O conceito de energia livre permite relacionar a constante de equilíbrio com os valores de ΔH^o e ΔS^o de uma reação. Essa dependência é dada pelas seguintes equações:

$$ÄG^o = - RT \ln K = - 2,303 RT \log K$$

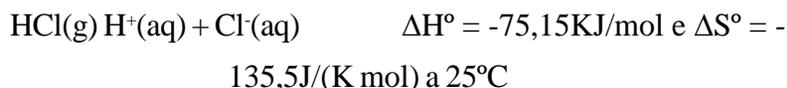
Substituindo os valores de R (1,987 cal/ mol K) e T (298,15K) e fazendo pK = - log K , temos que:

$$ÄG^o = 1,4pK$$

A equação acima permite conhecer a energia livre da reação a partir do pK, possibilitando prever o sentido de uma reação, como ácido-base, formação de complexo, etc. O valor de ΔG^o reflete a diferença relativa de energia entre os reagentes e os produtos no equilíbrio termodinâmico. A reação será espontânea se ΔG^o é negativo ou se K>1 (pK negativo). A reação não é espontânea se ΔG^o positivo ou K<1 (pK positivo).

ATIVIDADES

Ex2: Considere a reação abaixo e calcule a ΔG. Esta reação tem tendência de ocorrer?

$$HCl(g)\ H^+(aq) + Cl^-(aq) \qquad \Delta H^o = -75,15 KJ/mol \text{ e } \Delta S^o = -135,5 J/(K\ mol) \text{ a } 25^oC$$

COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

2. Considerando a equação de DGº, temos:

$$\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o$$

Substituindo os valores dados no problema, temos que:

$$\Delta G^o = (-75,15x10^3 J/mol) - (298,15K)(-135,5J/(K\ mol))$$

Assim sendo, temos que:

$$\Delta G^o = -35,94\ KJ/mol$$

Assim a reação é favorecida uma vez que o valor de DG é negativo. Neste caso, a influência favorável do DH foi maior que a desfavorável do DS.

PRINCIPIO DE LÊ CHÂTELIER

Segundo o principio de Lê Châtelier, quando o sistema em equilíbrio é perturbado, este vai tomar uma direção com intuito de retornar ao equilíbrio e compensar a variação sofrida. Essa variação ocorre devido à mudança na pressão, na temperatura ou na concentração de alguma das espécies.

EFEITO DA CONCENTRAÇÃO

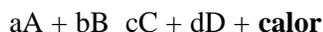
Seja a Equação Geral:

$$aA + bB \quad cC + dD$$

Segundo o principio de Lê Châtelier, quando uma reação em equilíbrio sofre uma alteração de condições, as proporções dos reagentes e dos produtos se ajustam de maneira a minimizar o efeito da alteração. Se aumentar um produto o sentido da reação será deslocado em direção aos reagentes (←). Se aumentar um reagente o sentido da reação será deslocado em direção aos produtos (→).

EFEITO DA TEMPERATURA

Segundo o principio de Lê Châtelier, se aumentar a temperatura numa reação exotérmica, o sentido da reação será deslocado em direção aos reagentes (←).

$$aA + bB \quad cC + dD + \mathbf{calor}$$

Para uma reação exotérmica, se diminuir a temperatura, o sentido da reação será deslocado em direção aos produtos (→).

EFEITO DO CATALISADOR

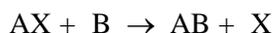
A presença de um catalisador pode abreviar (ou retardar) o tempo para chegar ao equilíbrio químico e esse, por sua vez, afeta a velocidade da reação e de maneira alguma poderá afetar a constante de equilíbrio.

O catalisador não modifica a posição de equilíbrio, pois tanto a reação direta como a inversa são catalisadas na mesma extensão. Ele partici-

pa da reação formando substâncias intermediárias que reagem imediatamente o regenerando.

Este fato pode ser demonstrado pelas equações abaixo:

$$A + X \rightarrow AX$$

$$AX + B \rightarrow AB + X$$

Sendo assim a equação global será:

$$A + B \rightarrow AB$$

onde A e B são os reagentes, X é o catalisador, AX a substância intermediária e AB o produto. Note que o catalisador X foi consumido na primeira reação e regenerado na segunda reação.

EFEITO DA PRESSÃO

As mudanças de pressão podem exercer considerável efeito sobre a posição de equilíbrio, ou quase nenhum efeito em absoluto. Isto porque o efeito da pressão ocorre principalmente em gases e com pouca ou nenhuma extensão em líquidos e sólidos.

Se aumentar a pressão, a reação se deslocará para o lado com menor número de mols de gás, a fim de atenuar a elevação da pressão. Por outro lado, se a pressão diminui, a reação se deslocará para o lado com maior número de mols de gás para ajudar a não reduzir a pressão.

ELETRÓLITOS

Um eletrólito é uma substância que se dissocia em íons quando em solução. Em geral, os eletrolitos estão mais dissociados em água do que em outros solventes. Os eletrólitos podem ser fortes ou fracos. Os eletrólitos fortes são completamente dissociados ou ionizados em solução. Neste caso, as constantes de equilíbrio para esse tipo de reação são grandes, ou seja, seus valores são infinitos. Os eletrólitos fracos são parcialmente dissociados ou ionizados em solução. A dissociação de eletrólitos fracos, ou a solubilidade de compostos ligeiramente solúveis pode ser quantitativamente descrita por Constantes de Equilíbrio.

Sendo assim numa reação:

$$AB \leftrightarrow A^{+} + B^{-''}$$

A constante de equilíbrio é dada por:

$$K_{eq} = \frac{[A]\,[B]}{[AB]}$$

ATIVIDADE E COEFICIENTE DE ATIVIDADE

Atividade é a concentração molar efetiva de um determinado íon em solução. Esta é dada por:

$$\mathcal{A}_i = C_i . \gamma_i$$

onde $\mathcal{A}_i$ é a atividade do íon, C_i a concentração do íon em mol/L e γ_i o coeficiente de atividade.

Seja a Equação Geral:

$$aA + bB \quad cC + dD$$

Considerando a concentração molar efetiva ($\mathcal{A}$), a forma correta da constante de equilíbrio é:

$$K_{eq} = \frac{\mathcal{A}^c_C . \mathcal{A}^d_D}{\mathcal{A}^a_A \ \mathcal{A}^b_B}$$

Para composto não iônicos e gases, o valor de γi será 1. Soluções muito diluídas o γi é aproximadamente 1. Nestes dois casos $\mathcal{A}_i = C_i$. Para espécies iônicas, o coeficiente de atividade depende da força iônica (μ). A força iônica é a medida da concentração total de íons em solução. Esta é dada por:

$$\mu = \frac{1}{2} \Sigma (C_i . Z^2_i)$$

onde Z_i é a carga do íon i.

Equação de Debye-HücKel
Para soluções com M < 0,6 mol/L.

$$- \log \gamma_i = \frac{0,51 . Z_i^2 \sqrt{\mu}}{1 + 0,33 \ \alpha_i \sqrt{\mu}}$$

onde γ_i é a coeficiente de atividade do íon, Z_i a carga do íon, α_i o raio atômico e μ a forca iônica.
Para soluções com M > 0,6 mol/L.

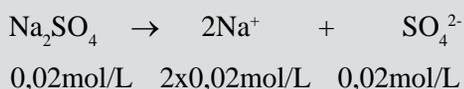
$$- \log\gamma_i = \frac{0,51 . Z_i^2 \sqrt{\mu}}{1 + 0,33 \ \alpha_i \sqrt{\mu}} - 0,1 \ Z_i^2 \ \mu$$

ATIVIDADES

Ex3: Calcule a Força iônica de uma solução 0,02 mol/L de sulfato de sódio.

COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

$$Na_2SO_4 \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$$

0,02mol/L   2x0,02mol/L   0,02mol/L

Sabe-se que:

$$\mu = \frac{1}{2} \Sigma (C_i \cdot Z_i^2)$$

Então,

$$\mu = \frac{1}{2} \Sigma (0,04 \cdot 1^2 + 0,02 \cdot (-2)^2$$

$$\mu = 0,06$$

CONCLUSÃO

Nessa sessão foi apresentada a definição de equilíbrio químico, descrito a constante de equilíbrio e postulado a lei de ações das massas. Segundo a lei de ações das massas, a velocidade de uma reação química é proporcional as concentrações molares dos reagentes. O equilíbrio químico pode ser descrito do ponto de vista cinético (equilíbrio dinâmico) e termodinâmico (envolvendo variáveis termodinâmicas).

Quando o sistema em equilíbrio é perturbado, segundo o principio de Lê Châtelier, este buscará retornar ao equilíbrio e compensar a variação sofrida. São exemplos dessa variação o aumento ou diminuição da temperatura, o aumento ou diminuição da concentração de alguma das espécies, o aumento ou diminuição da pressão e a presença de catalisador.

RESUMO

O equilíbrio químico é um estado em que a velocidade consumo dos reagentes é exatamente igual à de geração dos produtos. A posição de equilíbrio depende da natureza do sistema, das concentrações dos seus componentes, da temperatura, da pressão, etc. A velocidade de uma reação química é proporcional as concentrações molares dos reagentes, segundo a Lei de Ação das Massas. Esta é afetada por fatores tais como temperatura, presença de catalisadores, etc. Do ponto de vista cinético, quando a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa, o sistema entra em equilíbrio. O sentido da reação pode ser mostrado pelo valor da constante de equilíbrio (K_{eq}). Quando $K_{eq} >> 1$, a reação ocorre no sentido de formação dos produtos e quando $K_{eq} << 1$, a reação ocorre no sentido de formação dos reagentes. Do ponto de vista termodinâmico, a constante de equilíbrio é diretamente relacionada à termodinâmica da reação química. Onde envolve a entalpia (calor envolvido) e entropia (desordem) que juntas contribuem para que reação seja espontânea e não espontânea. Quando uma reação química atinge o equilíbrio ela tem a tendência de permanecer assim indefinidamente, desde que não haja perturbação externa. Caso isto ocorra o sistema buscará retornar ao equilíbrio e compensar a perturbação sofrida (Principio de Lê Châtelier). O equilíbrio é perturbado por mudanças na temperatura, concentração dos participantes, pressão e presença de catalisadores. O eletrólito é uma substância que se dissocia em íons quando em solução. Os eletrólitos podem ser fortes (completamente ionizados) ou fracos (parcialmente ionizados). Em soluções diluídas, compostos não iônicos e gases, o coeficiente de atividade (g_i) é igual a um e por isso a concentração efetiva (A_i) será igual à concentração molar ($A_i = C_i$).

PRÓXIMA AULA

Aula 04: Equilíbrio Ácido-base.

AUTO-AVALIAÇÃO

1. Escreva as expressões para a constante de equilíbrio em cada sistema abaixo:

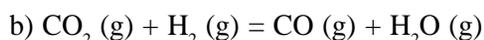
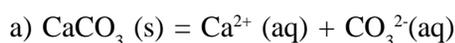
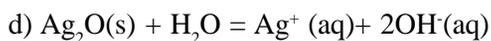
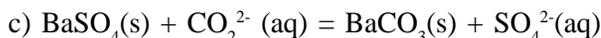
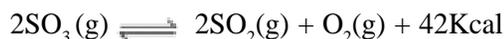
a) $CaCO_3$ (s) = Ca^{2+} (aq) + CO_3^{2-}(aq)

b) CO_2 (g) + H_2 (g) = CO (g) + H_2O (g)

c) $BaSO_4(s) + CO_2^{2-}(aq) = BaCO_3(s) + SO_4^{2-}(aq)$

d) $Ag_2O(s) + H_2O = Ag^+(aq) + 2OH^-(aq)$

2. Considere a reação:

$$2SO_3(g) \rightleftharpoons 2SO_2(g) + O_2(g) + 42Kcal$$

a) Qual o efeito da adição de oxigênio para o sistema?
b) Qual o efeito da adição de SO_3 para o sistema?
c) Qual o efeito da adição de SO_2 para o sistema?
d) Qual o efeito do aumento da pressão para o sistema?
e) Qual o efeito da diminuição da temperatura para o sistema?
3. Escreva as equações para cada constante de equilíbrio nos sistemas abaixo:

a) $K = \frac{[HCO^{3-}]}{[H^+][CO_3^{2-}]}$

b) $K = \frac{[H^+]^2[CO_3^{2-}]}{[H_2CO_3]}$

c) $K = \frac{[H2CO_3]}{[CO_2]}$

d) $K = P_{CO2}$

REFERÊNCIAS

CHRISTIAN, G. D. **Analytical chemistry.** 5 ed. Ed. John Wiley & Sons, Inc. EUA, 1994.
HARRIS, D. **Analise Química Quantitativa**. Ed. LTC, 5 ed. Rio de Janeiro, 2001.
OHLWEILER, O. A. **Química analítica Quantitativa**, v. 1 e 2. 3 ed. Ed. Livros técnicos e científicos. Rio de Janeiro, 1985.
SKOOG, D. A.; WEST, D. M.; HOLLER, F. J.; CROUCH, S. R. **Fundamentos de Química Analítica**. Tradução da 8ª edição americana. Ed. Thomson. São Paulo, 2007.